UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES
= TETOUAN =

ANNEE: 2014/2015
Filière S.M.C.P.

Contrôle de Chimie des Solutions

Durée 1h 30min

EXERCICE I (8 points):

Remarque : Les parties I, II et III sont indépendantes.

I. On dissout 10^{-2} moles de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) dans un litre d'eau, on obtient la solution A.

1- Ecrire la réaction de dissociation de NH_4Cl.

2- Quelle est la nature de cette solution ? Justifier votre réponse.

3- Calculer le pH de la solution.

II. Soit une solution aqueuse B contenant 10^{-2} mol/l d'ammoniac (NH_3).

1- Ecrire la réaction en solution.

2- Calculer le pH correspondant.

III. On mélange V_1 = 40 ml de la solution A et V_2 = 60 ml de la solution B, on obtient la solution C.

1- Calculer la concentration de NH_4^+ et de NH_3 dans la solution C.

2- Ecrire la réaction chimique qui a lieu.

3- Calculer le pH de la solution C.

Données : $pK_A(NH_4^+/NH_3) = 9,2$; T= 25°C.

EXERCICE II (6 points) :

On considère 100 ml d'une solution saturée de chlorure d'argent AgCl dont $pK_S = 9,8$ à 25°C.

1- Ecrire la réaction de dissociation de AgCl et calculer sa solubilité.

A cette solution, on ajoute 2.10^{-4} moles de chlorure de plomb $PbCl_2$ solide.

2- Ecrire la réaction de dissolution de $PbCl_2$.

3- Calculer la nouvelle concentration des ions chlorures en solution ?

4- Comment varie la solubilité de AgCl ? Justifier.

5- Déterminer la nouvelle valeur de la solubilité du chlorure d'argent.

EXERCICE III (6 points):

L'acide chlorhydrique (HCl) attaque le zinc métallique avec un dégagement d'hydrogène.

On fait réagir 5 g de zinc sur 50 ml d'acide chlorhydrique 0,1 mol/l.

1- Ecrire l'équation des demi-réactions et de la réaction globale correspondante.

2- Calculer en fin de réaction la concentration des ions Zn^{2+} en solution.

3- En déduire la masse de Zn qui a réagit.

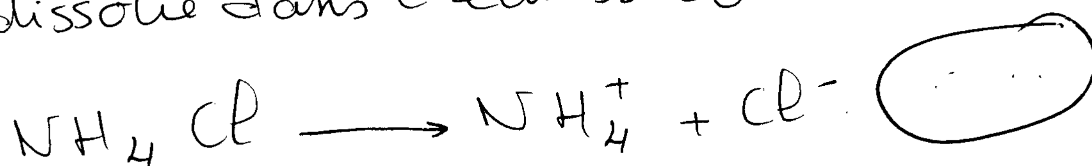
Données : $E°(H^+/H_2) = 0$ V ; $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V/ENH ; M(Zn) = 65,4 g/mol

Correction du contrôle de chimie de solution

Exercice 1

I. Quest 1 : Réact de dissolut du sel

NH_4Cl est un sel d'acide fort et de base faible il se dissocie dans l'eau selon la réact :



$$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

Quest 2 : Nature de la solut

Cl^- est un ion indifférent d'où la solution obtenue est une solut d'acide faible NH_4^+.

Justificatif : Pour démontrer que NH_4^+ est un acide faible on calcule : $pK_a + \log c = 9,2 + \log 10^{-2} = 7,2 > 1$.

d'où NH_4^+ est un acide faible.

Quest 3 : Calcul du pH de la solut

On a une solut d'acide faible :

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$



d'où $\boxed{pH = \frac{1}{2}(pK_A - \log c)}$

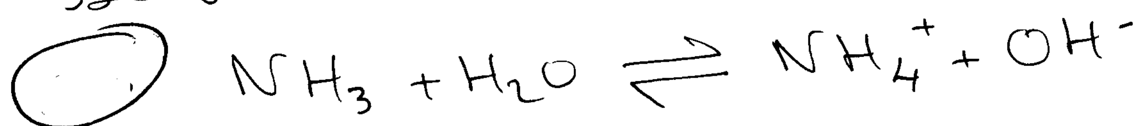
$$pH = \frac{1}{2}(9,2 - \log 10^{-2}) \Rightarrow \boxed{pH = 5,6}$$

II - $B = NH_3$, $[NH_3] = 10^{-2}$ M

(2)

Quest 1 : React d'équilibre

NH_3 est une base faible, elle se dissout ds l'eau selon la réaction



$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Quest 2 : pH de la solut basique

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Pour une base faible $\boxed{pOH = \frac{1}{2}(pK_B - \log C_b)}$

d'autre part on a : $pH + pOH = pK_e$

A 25°C $pK_e = 14$ d'où $pH = 14 - pOH$

$$\Rightarrow \boxed{pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_B - \log C_b)}$$

$$pK_B + pK_A = pK_e = 14 \Rightarrow pK_B = 14 - pK_A$$

$$\Rightarrow pH = 14 - \frac{1}{2}(14 - pK_A - \log C_b)$$

$$\Rightarrow \boxed{pH = 7 + \frac{1}{2} pK_A + \frac{1}{2}\log C_b}$$

A.N : $pH = 7 + \frac{1}{2}(9,2) + \frac{1}{2}\log 10^{-2}$

$$\boxed{pH = 10,6}$$

III - Mélange de NH_4^+ et NH_3

Quest 1 : Calcul de la $[NH_4^+]$ et $[NH_3]$

* **Calcul de $[NH_4^+]$:**

$$\boxed{[NH_4^+] = \frac{n_a}{V_T} = \frac{C_a V_a}{V_T}}$$

$$[NH_4^+] = \frac{40 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \boxed{[NH_4^+] = 4 \cdot 10^{-3}\ mol/l}$$

* **Calcul de $[NH_3]$**

$$\boxed{[NH_3] = \frac{n_b}{V_T} = \frac{C_b V_b}{V_T}}$$

A.N : $$[NH_3] = \frac{60 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-2}}{100 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \boxed{[NH_3] = 6 \cdot 10^{-3}\ mol/l}$$

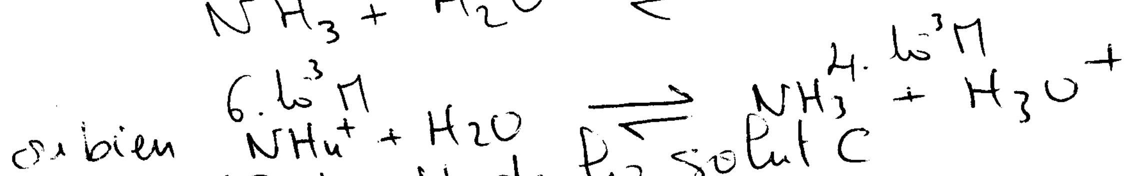
Quest 2 :

Le mélange est constitué des NH_4^+, NH_3, H_2O et Cl^-

On a donc un équilibre entre la base NH_3 et son acide conjugué NH_4^+.



$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$



$$\text{ou bien } \underset{6 \cdot 10^{-3} M}{NH_4^+} + H_2O \rightleftharpoons \underset{4 \cdot 10^{-3} M}{NH_3} + H_3O^+$$

Quest 3 : pH de la solut C

L'équilibre précédent est caractérisé par :

$$K_B = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \quad \text{ou bien } K_A = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

d'autre part :

$$K_B \cdot K_A = K_e \qquad \text{et} \qquad [H_3O^+][OH^-] = K_e .$$

$$K_B = \frac{K_e}{K_B} \qquad\qquad [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

d'où : $K_A = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

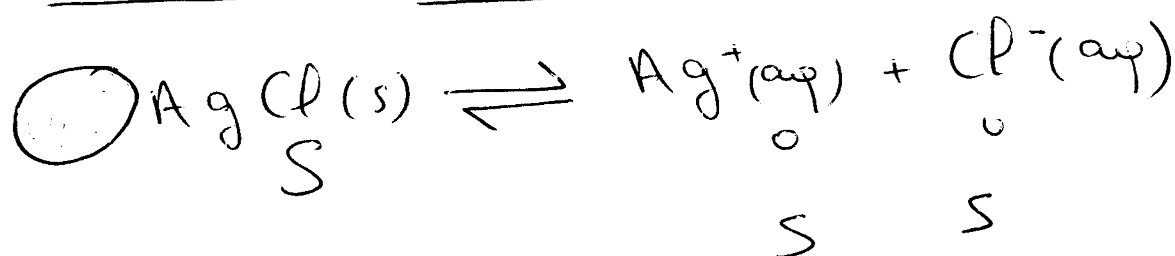
$$\Rightarrow \boxed{pH = pK_A + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}}$$

A.N : $pH = 9,2 + \log \frac{6.10^{-3}}{4.10^{-3}}$

$$\boxed{pH = 9,37}$$

Exercice II : solubilité

Quest 1 : Réact de dissolut de AgCl



$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$AgCl_{(s)}$	$Ag^+_{(aq)}$	$Cl^-_{(aq)}$
S	0	0
	S	S

* calcul de S :

$$K_s = [Ag^+][Cl^-]$$

or $[Ag^+] = [Cl^-] = S$

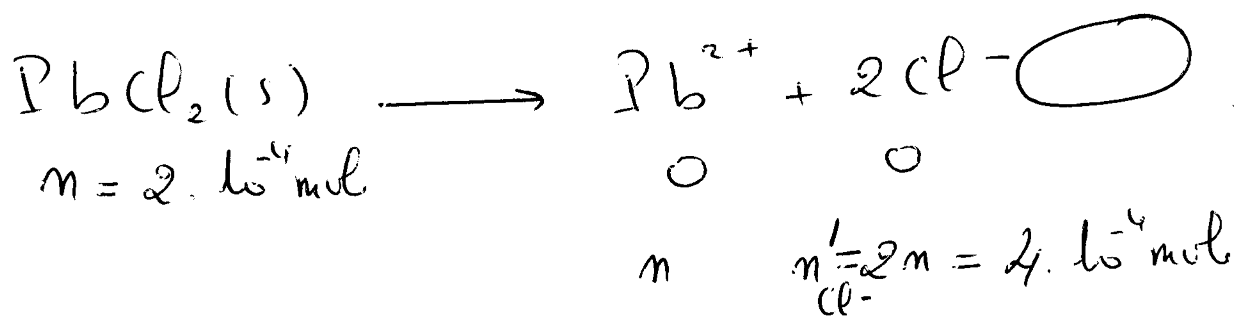
$\Rightarrow K_s = S^2 \Rightarrow S = (K_s)^{1/2}$

d'autre part $pK_s = -\log K_s \Rightarrow K_s = 10^{-pK_s}$

$$\Rightarrow \boxed{S = (10^{-pK_s})^{1/2}}$$

A.N. $S = (10^{-9,8})^{1/2} \Rightarrow \boxed{S = 1,26\ 10^{-5}\ mol/l}$

Quest 2 React de dissolut de $PbCl_2$.



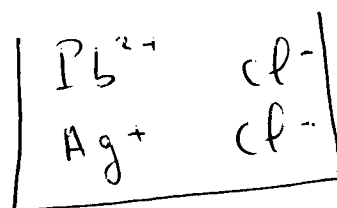
$$PbCl_2(s) \longrightarrow Pb^{2+} + 2Cl^-$$

$n = 2.10^{-4} mol$ 0   0

n $n'_{Cl^-} = 2n = 4.10^{-4} mol$

Quest 3 : Concentrat des ions Cl^- ds la solut

La concentrat des Cl^- est la Σ des concentrat des ions Cl^- provenant de AgCl et cell provenant de $PbCl_2$.



Pb^{2+}	Cl^-
Ag^+	Cl^-

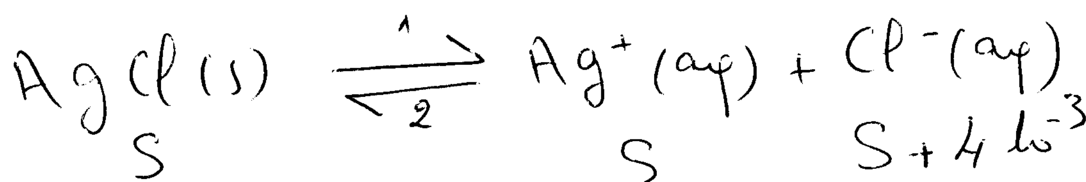
$$[Cl^-]_{Tot} = [Cl^-]_{AgCl} + [Cl^-]_{PbCl_2} = S + \frac{2 \cdot n_{PbCl_2}}{V_{AgCl}}$$

$$[Cl^-]_{Tot} = S + \frac{4.10^{-4}}{100.10^{-3}}$$

$$[Cl^-]_{Tot} = 1,26.10^{-5} + 4.10^{-3}$$

$$[Cl^-]_{Tot} = 4,01.10^{-3} mol/l$$

Quest 4 : Variat de la solubilité de AgCl.



$$AgCl(s) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

S   S $S + 4.10^{-3}$

Quand on ajoute $PbCl_2$ à la solut AgCl, la concentrat de Cl^- augmente d'où d'après la loi

d'action de masse, l'équilibre se déplace dans le sens de ↓ de la qté ajoutée ⇒ l'équilibre se déplace ds le sens 2 ⇒ la solubilité de AgCl ↓.

Quest 5 : Calcul de la nouvelle valeur de s

soit s' la nouvelle valeur de la solubilité.

on a : $K_s = [Ag^+][Cl^-]$

$$K_s = s' \cdot (s + 4 \cdot 10^{-3})$$

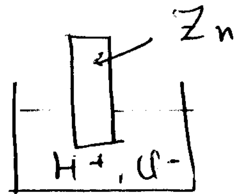
$$K_s = s' \cdot 4{,}01 \cdot 10^{-3}$$

$$s' = \frac{K_s}{4{,}01 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow s' = \frac{10^{-9,8}}{4{,}01 \cdot 10^{-3}}$$

$$\boxed{s' = 3{,}95 \cdot 10^{-8}\ mol/l}$$

Ex ... III

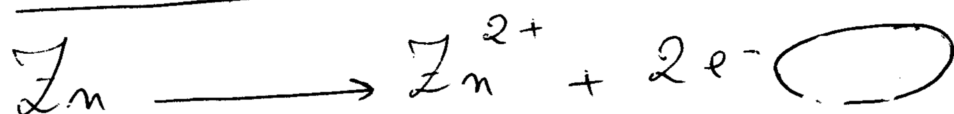
Quest 1



En comparant les potentiels standard

$E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} < E^\circ_{H^+/H_2} \Rightarrow$ Zn subit une ½ Réact d'oxydation
H^+ " " ½ " de Réduction

* ½ Réact d'oxydat



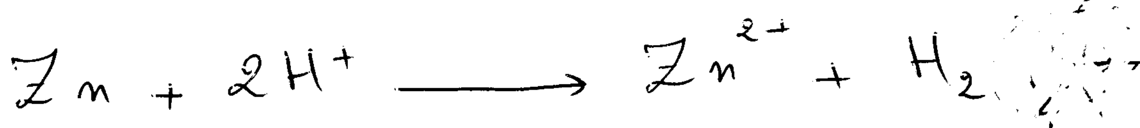
$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

* ½ Réact de Réduct



$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$$

* Réact bilan



$$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

Quest 2 | Calcul de $[Zn^{2+}]$

$[HCl] = 10^{-1} M$, $V = 50 \cdot 10^{-3} \ell$.



$$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

	$2H^+$	Zn^{2+}
$t=0$	$n_{i,H^+} =$	0
t_f	$n_{f,H^+} = n_{i,H^+} - 2x$	x

$n_{i,H^+} = C_a V_a = 10^{-1} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \boxed{n_{i,H^+} = 5 \cdot 10^{-3} mol}$

La réact prend fin qd H^+ est complètement consommé

$\Rightarrow n_{f,H^+} = n_{i,H^+} - 2x = 0 \Rightarrow \boxed{x = \frac{n_{i,H^+}}{2}}$

$$\boxed{x = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{2} = 2,5 \cdot 10^{-3} mol}$$

d'après la réaction bilan on a

$n_{Zn^{2+}} = X = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol.

$\Rightarrow [Zn^{2+}] = \dfrac{n_{Zn^{2+}}}{V} = \dfrac{X}{V}$

A.N

$[Zn^{2+}] = \dfrac{2,5 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [Zn^{2+}] = 5 \cdot 10^{-2}$ mol/l.

Quest 3 : Calcul de la masse de Zn oxydé.

Le nbre de mol de Zn oxydé = nbre de mol de Zn^{2+} formé.

$\Rightarrow n_{Zn,oxyd} = X = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol.

d'autre part $n_{Zn,oxyd} = \dfrac{m}{M_{Zn}} = X$

$\Rightarrow m_{perd} = n_{Zn,oxyd} \cdot M_{Zn}$

$m_{perd} = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 65$

$m_{perd} = 0,162 g$